

L'EAU ESSENTIELLE

Nos régions, contrairement à d'autres contrées dans le monde, sont bien pourvues en eau. Mais la croissance de la population et ses conséquences sur l'environnement naturel ont entraîné la nécessité absolue du traitement de l'eau pour la rendre propre à la consommation. L'énormité des volumes à traiter suppose l'implantation de véritables usines de traitement des eaux. De telles installations ne peuvent être aisément mises en place dans certains pays en voie de développement où le problème de l'accès à l'eau potable est pourtant crucial. Ce liquide, vital, devient alors une denrée rare et souvent impropre à la consommation, compte tenu de son aspect trouble, potentiellement dangereux pour la santé. Il faut trouver des solutions simples, fiables, peu coûteuses et locales.
Comment rendre à l'eau sa limpidité, puis la débarrasser des micro-organismes pathogènes ? Un moyen simple et innovant sera décrit pour réaliser cet objectif dans un environnement où il n'est pas possible d'envisager des systèmes coûteux d'ultrafiltration par membrane et encore moins d'implanter des usines de traitement des eaux.

QU'EST CE QU'UNE EAU POTABLE ?

Une eau potable doit être claire, avoir une bonne odeur et un bon goût. Mais ce n'est pas de l'eau « pure » (H_2O pour les chimistes) !
Son goût agréable est dû à des sels minéraux dissous (de 0,1 à 0,5 gramme par litre) qui sont indispensables à l'organisme.
Une eau potable doit respecter certaines normes, qui sont variables dans le temps et selon les lieux :
- Etre exempte de bactéries, virus et autres organismes parasites, qui entraînent des risques sanitaires.
- Ne pas contenir (ou alors en quantité minimale et contrôlée) de substances chimiques indésirables ou toxiques tels que nitrates, phosphates, métaux lourds, ou encore hydrocarbures et pesticides.
- En revanche, la présence de certaines substances comme les oligo-éléments est nécessaire à l'organisme.

Pour rendre une eau potable, il faut donc d'abord lui rendre sa **limpidité**, puis la débarrasser des **micro-organismes pathogènes**.

RETABLIR LA LIMPIDITE

I - CAUSES DES DESORDRES

A quoi est dû l'aspect trouble (ou turbidité) d'une eau polluée ? A de très fines particules argileuses (constituants des sols), mais aussi à des composés dérivés de l'humus (résultant de la décomposition de déchets organiques) en suspension dans l'eau. C'est là aussi que se trouve piégée une partie des micro-organismes qui se développent dans ces eaux : bactéries, virus, etc. La taille de tels composés complexes est très variable. Elle comprend à la fois des grains très fins mais encore visibles à l'œil par diffusion de la lumière (couleur ocre par exemple), et des entités encore plus petites, colloïdales. Un colloïde est une substance liquide ou semi-solide (gel) qui contient des particules suffisamment petites (de 0,001 à 1 micromètre) pour que, dans l'eau, le mélange soit homogène. Les plus fines peuvent même passer à travers un filtre. Il faudrait des dizaines d'années pour qu'elles tombent naturellement au fond.
Les particules en suspension portent des charges de même signe (en général négatif), et sont soumises à des forces répulsives. Ces forces empêchent leur coalescence (regroupement) et leur décantation : elles ne s'agglomèrent pas, donc ne grossissent pas et restent en suspension.

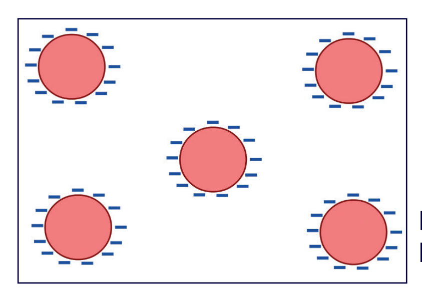


Fig. 1 - Particules colloïdales chargées négativement se repoussant l'une l'autre, comme deux pôles de même nom sur deux aimants différents

En effet, dans une dispersion colloïdale stable, la masse de la phase dispersée est trop faible pour que la gravité puisse vaincre la répulsion électrostatique.
Si l'on annule les forces de répulsion de façon à rapprocher les particules **et les grouper (coagulation)**, puis faire grossir leur support (**floculation**), elles pourront alors **décanter** (tomber au fond) et finalement être **filtrées**.

II - Coagulation-floculation

Ces deux opérations, de nature en principe différente, ne sont en fait pas totalement disjointes. La dimension minuscule des particules en suspension fait que leur surface est très grande par rapport à leur volume. C'est sur cette surface que sont fixées les charges électriques qu'il faut d'abord **neutraliser pour déstabiliser la suspension.**
Cette première opération de **coagulation** se fait en général en ajoutant des espèces positives fortement chargées comme les cations Al^{3+} ou Fe^{3+}. Les charges positives résiduelles (rapportées à **une** unité M) portées par les complexes formés (fig. 2) diminuent progressivement et tendent à s'annuler en même temps que la masse moléculaire des complexes (donc leur taille) s'accroît et que leur solubilité diminue. La fin de la réaction correspond à une complexation qui s'est développée dans les trois dimensions pour former une véritable macromolécule : l'hydroxyde à l'état solide $M(OH)_3$ sous forme de « flocs ». Ces derniers sont aisément filtrables, et leur taille est de l'ordre de 0,1 à quelques millimètres.
Ainsi, les deux phénomènes de coagulation et de floculation progressent-ils de manière parallèle.

Ion $[M(H_2O)_6]^{3+}$ → Complexe $[M_2(OH)_2(H_2O)_8]^{4+}$ → $[M_3(OH)_4(H_2O)_{10}]^{5+}$

Fig. 2 - Formation des chaînes d'hydroxydes complexes, en partant de l'ion M^{3+} hydraté

La réaction de base est une hydrolyse (action de l'eau, ici en excès) :

$$M^{3+} + n\,H_2O \leftrightharpoons M\,(OH)_n^{(3-n)+} + n\,H^+$$

Son degré d'avancement n/3 varie entre 0 et 1. Elle équivaut à la neutralisation d'un acide par une base.

La figure 2 montre comment s'effectue l'augmentation de masse moléculaire. Le point de départ est l'ion $M(H_2O)_6{}^{3+}$ qui, dans l'eau, a la forme d'un octaèdre portant trois charges positives pour un atome de métal M. La première réaction lie deux de ces octaèdres $M(H_2O)_6{}^{3+}$ pour former l'ion complexe $M_2(OH)_2(H_2O)_8{}^{4+}$ avec seulement deux charges résiduelles par atome de métal (4/2) ; l'étape suivante est un ensemble de trois octaèdres réunis, et ainsi de suite. On obtient tout d'abord des chaînes linéaires, puis des particules à deux dimensions. Enfin, au terme de la réaction, lorsque la complexation s'est développée dans les trois dimensions pour former l'hydroxyde à l'état solide, le résidu de charge est nul.

Remarques :

● La libération d'ions H^+ lors de la réaction d'hydrolyse tend à augmenter le niveau d'acidité du milieu qu'il faudra donc compenser pour retrouver la valeur initiale.

● Les anions de la solution, par exemple les sulfates SO_4^{2-}, jouent aussi un rôle non négligeable en favorisant les pontages capables d'unir deux à deux les complexes macromoléculaires en formation : leur taille augmente alors.

Pratiquement, au début du processus on agite le mélange pour favoriser les contacts (étape de coagulation). Ensuite, le ralentissement de l'agitation permet la croissance des flocs (plus gros, mais plus fragiles) et leur décantation.

DESINFECTION

Le meilleur agent désinfectant pour supprimer les micro-organismes potentiellement présents dans l'eau (bactéries, virus, etc.) est à base de chlore : c'est l'acide hypochloreux HOCl (voir annexe 1). Ce composé est un oxydant, donc très actif en désinfection.
La molécule source de ce composé est le dichloro-isocyanurate de sodium di-hydraté. Les composés résiduels formés dans l'eau après réaction ne présentent aucun danger pour la santé. On trouvera, en annexe 2, les réactions intervenant lors du processus de désinfection.

UN MOYEN SIMPLE ET INNOVANT DE POTABILISATION : LA PASTILLE BI-COUCHE

Cette pastille, bicolore, est peu coûteuse, fiable et facilement transportable. Elle présente la capacité de réaliser de manière séquencée les deux opérations fondamentales : la coagulation-floculation et la désinfection.
Dans un premier temps, une moitié de la pastille se délite et libère dans l'eau une quantité connue de « coagulants ». Le dosage est aisé, car une pastille est prévue pour traiter une quantité connue d'eau : 200 litres.
La seconde moitié est inerte durant cette première étape car, enrobée dans un deuxième excipient qui résiste plus longtemps que le premier, elle se maintient en surface grâce à sa densité plus faible. Il est en effet important qu'une grande partie des matières (organiques) piégées dans les flocs soit éliminée pendant la décantation, sans interaction avec le désinfectant. Non seulement ces matières consommeraient inutilement trop de désinfectant, mais encore elles pourraient former des composés indésirables.

DOMAINES D'UTILISATION

Ce type de produit enrobé est efficace dans plusieurs domaines.

I - LES OPERATIONS HUMANITAIRES

Après des catastrophes naturelles ayant pour conséquence de souiller les sources locales d'approvisionnement en eau, ce procédé permet de ne transporter que l'agent traitant et des réservoirs de stockage. On opère ainsi après des éruptions volcaniques, des raz-de-marée, des inondations consécutives à des pluies torrentielles et toutes autres catastrophes entraînant la pollution des eaux de consommation…

II - LES PAYS EN DEVELOPPEMENT

Le procédé de traitement de l'eau est particulièrement adapté dans ce cas, car il a été conçu avec un système de filtration sur sable, aisé à manipuler par une seule personne formée dans ce but. Cela ne requiert aucune énergie

extérieure : tout se fait à la main. La taille des réservoirs doit simplement être adaptée aux besoins locaux, ainsi que leur nombre bien sûr. Remarquons bien, dans ce cas, que les composés de « métaux lourds » se trouvent eux-aussi ramenés à des taux très bas.

III - Le domaine militaire

Il n'est guère besoin d'insister sur les diverses applications. Historiquement, la première utilisation du chlore pour le traitement des eaux date de la première guerre mondiale dans la ville de Verdun : c'est la verdunisation.

Conclusion

Les eaux traitées par ce procédé ont été analysées, notamment du point de vue de la bactériologie. Elles sont potables. La pastille bi-couche est finalement recommandée par des organisations telles que « Médecins sans frontières », « Action contre la faim », ou encore le ministère de la Défense.

L'efficacité des systèmes de traitement des eaux est suffisamment maîtrisée pour que nous puissions boire, non seulement de l'eau de source (de plus en plus rare), mais aussi celle des rivières et des fleuves et ce, depuis plusieurs dizaines d'années. Le vrai drame, c'est lorsqu'il n'y a plus d'eau.

Annexe 1

L'action de l'acide hypochloreux HOCl se distingue de celle du chlore gazeux par son efficacité. En effet, l'action du chlore sur l'eau forme autant de chlorure (inutile) que d'acide hypochloreux et acidifie le milieu :

$$Cl_2 + H_2O \leftrightharpoons Cl^- + H^+ + HOCl$$

On perd ainsi la moitié de l'élément introduit, car seul l'acide hypochloreux HOCl est oxydant et actif en désinfection.

Annexe 2

Fig. A2-1 - Formule chimique du dichloro-isocyanurate de sodium

Remarquer que cette formule ne contient pas de cyanure (qui est un poison violent)

Fig. A2-2 - Réaction sur l'eau du dichloro-isocyanurate de sodium

La réaction sur l'eau fournit une petite quantité d'acide hypochloreux HOCl (première étape : un atome de chlore du composé organique est remplacé par un atome d'hydrogène). Si le milieu consomme peu à peu cet acide hypochloreux, ce dernier se reforme à mesure. Lorsque les possibilités de la première étape sont épuisées, la deuxième fait alors intervenir le second atome de chlore du composé organique, remplacé par un deuxième atome d'hydrogène.

En résumé, on peut se représenter le composé de départ comme une source potentielle du système acide hypochloreux – hypochlorite (HOCl - ClO^-), qu'il fournit lorsque les besoins de l'eau le justifient : **c'est une sorte de réservoir de chlore à l'état d'oxydation +1**. Il faut ici souligner l'intérêt de ce couple acide hypochloreux–hypochlorite. Lorsqu'il est libéré dans l'eau, l'acide **HOCl** réagit avec les bases dissoutes dans ce milieu, en particulier l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^-, ce qui forme une certaine quantité de « base conjuguée » ClO^- :

$$\mathbf{HOCl + HCO_3^- \leftrightarrows ClO^- + H_2O + CO_2}$$

À pH 7,5 l'eau contient autant de chaque composant (à pH 8,5 c'est dix fois plus de ClO^- que d'acide HOCl qu'il faut compter, et dix fois moins à pH 6,5…). Il faut surtout noter que l'acide HOCl est électriquement neutre : c'est lui qui s'infiltre le plus aisément au travers des barrières que constituent les parois cellulaires, qu'il détruit par oxydation beaucoup plus efficacement que l'hypochlorite (environ 100 fois plus). Vers la neutralité, on se trouve donc dans des conditions favorables pour l'utilisation.

PROPOSITIONS D'EXPERIENCES SUR L'EAU ESSENTIELLE

On illustre le thème de l'eau, ses états et changements d'état, son trajet dans la nature (cycle de l'eau), la notion d'eau potable et les moyens de la purifier, l'eau comme source d'énergie.

Les échanges transcrits ci-dessous, entre le professeur P et ses élèves E, sont donnés à titre indicatif pour illustrer les étapes possibles du travail de classe et pourront être adaptés si nécessaire à l'âge et au niveau de connaissance des élèves.

Remarque : on a écrit en italique les notions que le professeur peut aborder, sans toutefois que le vocabulaire spécifique correspondant soit à maîtriser et à retenir par les élèves.

I - MATERIEL REQUIS

- trois petites bouteilles d'eaux minérales différentes,
- une seringue d'eau,
- une bouteille d'eau distillée,
- un four à micro-ondes,
- un congélateur,
- un filtre pour café et son support,
- de l'eau « sale »,
- une éprouvette graduée,
- du petit matériel destiné à construire un petit moulin à eau : une baguette de bois, deux branchettes en forme de fourche, un bouchon de liège et de quoi le percer, de la colle forte, de fines planchettes de cageot, un cutter (à manier par le professeur),
- un peu de terre argileuse,
- deux récipients transparents gradués, ou doseurs de cuisine,
- du sel de cuisine,
- un dé à jouer,
- une balance,
- une documentation sur le cycle de l'eau,
- une documentation sur les ressources en eau,
- des documentations relatives au transport de troncs d'arbres sur les fleuves, à l'érosion des falaises, à des moulins à eau, à des barrages sur les fleuves, aux marais salants, au dessalement de l'eau de mer, etc.

II - CONNAISSANCES ABORDEES

- Ressources en eau de la planète
- Le cycle de l'eau
- Etats et changements d'état de l'eau
- *Notion de densité et Mesure de volumes*
- *La formule chimique de l'eau (H_2O)*
- Principales utilisations de l'eau
- Le dessalement de l'eau de mer, notions sur la distillation et la condensation
- La purification de l'eau, *notions sur la filtration de particules*
- L'eau comme source d'énergie

III - DUREE APPROXIMATIVE DE LA SEANCE COMPLETE : 1H30

Remarque : la confection du petit moulin à eau peut être réalisée soit dans la classe par petits groupes, soit par un groupe puis reproduite par chaque élève à la maison. Dans le premier cas, la durée de la séance pourrait être

allongée d'une demi-heure.

I - L'EAU, SON CYCLE, SES PROPRIETES

On illustre le thème de l'eau, ses états et changements d'état, son trajet dans la nature (cycle de l'eau).

P : nous allons parler de l'eau. Où en trouve-t-on ?
E : énumération par les enfants : mers, lacs, rivières, glaciers, pluie, neige-verglas, grêle, sources souterraines, geysers, eau du robinet, eau minérale, vapeur, buée, transpiration, etc.
P : oui, c'est exact. Sous quelle forme ? solide ? liquide ? vapeur ? eau salée ? eau douce ?
Pour cela, P fait remplir les trois graphiques ci-dessous par les enfants

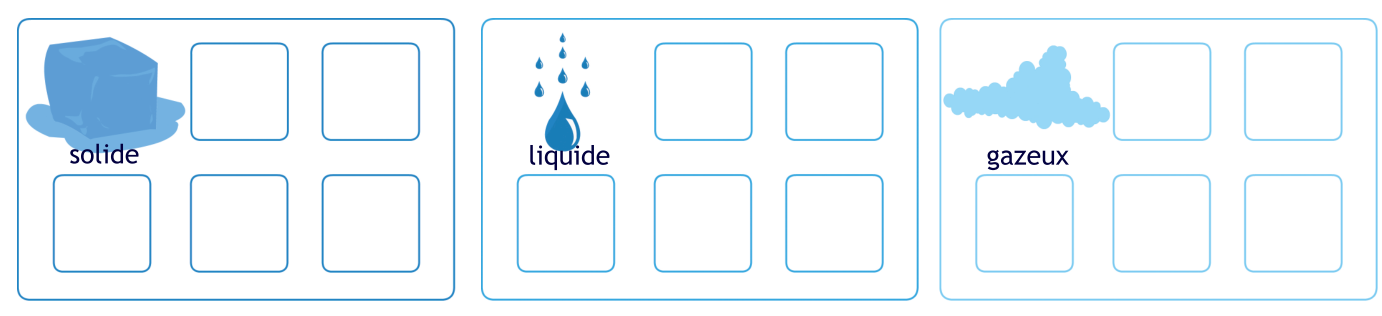


Fig. 1 - Etats de l'eau

P : l'eau liquide et la glace ont un comportement particulier. Pour cela, vous allez prendre un glaçon et le mettre dans un bécher rempli d'eau. Qu'observez-vous ?
E : réponses des élèves : il flotte, il fond.
P : qu'en déduisez-vous ?
E : la glace est moins « lourde » que l'eau : elle flotte sur l'eau liquide
P : oui, effectivement, on dit qu'elle est moins dense.

P : Essayons maintenant de voir si l'eau liquide et l'eau solide (la glace) occupent le même volume. Pour cela, chaque groupe d'élèves met dans le congélateur une petite bouteille d'eau bouchée et une seringue d'eau à moitié remplie sur laquelle ils auront repéré le niveau de l'eau.
P (lorsque la congélation est devenue effective) : vous pouvez maintenant ouvrir le congélateur. Qu'observez-vous ?
E : réponses de chacun des groupes d'élèves : la bouteille a éclaté, le niveau d'eau est monté dans la seringue
P : qu'en déduisez-vous ?
E : la glace occupe plus de place que l'eau liquide.
P : Oui. Ainsi, on a montré que la glace occupe un volume plus grand que celui de l'eau liquide. Avez-vous déjà observé ce phénomène ?
E : réponses diverses des élèves. Par exemple, l'éclatement des pots de fleurs lorsqu'ils gèlent pendant l'hiver et qu'ils se réchauffent.
P : qui connaît la composition chimique de l'eau ou sa formule ?
E : réponses des élèves. L'eau est formée d'atomes d'oxygène et d'hydrogène
P : en effet, *l'eau contient un atome d'oxygène O pour deux atomes d'hydrogène H. Sa formule chimique peut donc s'écrire* H_2O.

P : tout le monde sait que l'eau est indispensable à la vie et qu'on la trouve dans la nature. P projette le tableau des grands réservoirs d'eau naturelle, ou le distribue à chaque groupe d'élèves. Où se situent les plus grandes réserves d'eau ?

Réservoirs	Volume (en millions de milliards de kilomètres cubes)	Pourcentage du total
Océans	1 320,0	97,25
Glaciers	29,00000	2,05
Eaux souterraines	9,5000	0,68
Lacs	0,1250	0,01
Humidité des sols	0,0650	0,005
Atmosphère	0,0130	0,001
Fleuves et rivières	0,0017	0,0001
Biosphère	0,0006	0,00004

Fig. 2 - Réserves d'eau sur la Terre

E : réponses des élèves à partir de la lecture du tableau
P : quelles sont les proportions d'eau salée, d'eau douce ? P précise éventuellement que glaciers et icebergs sont constitués d'eau douce.
E : réponses des élèves
P : quelles réserves sont consommables par l'homme ?
E : réponses des élèves
P : vous voyez donc que les réserves d'eau consommable sont relativement faibles et qu'il est donc absolument nécessaire de ne pas les gaspiller.
P : Qui peut me dire à quoi correspond un km³ ?
E : réponses des élèves
P : oui, cela correspond à un cube d'un km de côté. Si l'on considère que l'eau a une masse volumique de 1 gramme par cm³, combien « pèse » un km³ ?
E : réponses des élèves
P : oui, un milliard de kilogrammes.

Selon le niveau de la classe, P peut aborder les points suivants.
P : qui connaît la différence entre densité et masse volumique ?
E : ?
P : la densité est le rapport d'un certain volume d'un corps à celle du même volume d'eau. C'est donc un nombre sans dimension. Par définition, la densité de l'eau est égale à 1. Par exemple, celle du fer est égale à 7,87. La masse volumique est le rapport entre la masse d'un corps et son volume. Elle est exprimée en grammes par cm³ par exemple.
P : vous allez déterminer la masse volumique du dé de forme cubique que vous avez apporté. Comment allez-vous procéder ?
E : on mesure la longueur du côté du cube, on calcule son volume et on le pèse avec la balance.
P : oui.

P : Etudions maintenant le cycle de l'eau dans la nature. P distribue à chaque élève ou à chaque groupe d'élèves un schéma du cycle de l'eau à remplir.



Fig. 3 - Schéma du cycle de l'eau

Diverses étapes sont à relever :

- 1- Réserves : océans.
- 2- Evaporation sous l'action de l'énergie du soleil et formation des nuages.
- 3- Précipitations sous forme de pluie et neige ; en expliquer la raison (condensation).
- 4- Ruissellement, de surface (cours d'eau, lacs et retenues diverses), souterrain (circulation et filtration).
- 5- Consommation par les plantes, les animaux, les hommes.

P : comment se forment les réserves d'eau douce, d'après le cycle ?
E : réponses des élèves
P : le cycle de l'eau est-il fermé ou bien ouvert ?
E : réponse des élèves : il est fermé car l'eau qui se forme par évaporation retombe sur le sol.
P : oui. Mais ce cycle n'est pas instantané, il est en réalité assez lent. Et si on consomme trop d'eau, on ne reconstitue pas les réserves assez vite, et on risque d'en manquer. Il est donc absolument nécessaire de l'économiser.
P : Quelle est d'après vous l'étape de reconstitution de l'eau la plus longue ?
E : réponses diverses des élèves.
P : Ceux qui ont répondu la filtration par le sol ont raison. En réalité, les nappes profondes sont rechargées en plusieurs décennies et les nappes superficielles se rechargent généralement plus rapidement, en quelques jours, quelques mois ou quelques années. Le sol joue le rôle d'un filtre pour arrêter les saletés solides. Pour cela, vous allez prendre de l'eau sale contenant des particules solides et la verser sur un filtre à café. Qu'observez-vous ?
E : les saletés solides restent au fond du filtre.

P : réfléchissons maintenant sur les différents usages de l'eau. Pouvez-vous me dire quels sont-ils ?
E : réponses diverses des élèves : consommation de l'homme, des animaux, des plantes ; lavage ; industrie
P : comment trouver de l'eau douce ?
E : eaux de pluie (ou neige), rivières, lacs, sources souterraines…
P : oui. Comment mesure-t-on la quantité d'eau de pluie qui est tombée en un même lieu ?
E : réponses des élèves
P : oui, vous avez raison, on utilise ce qu'on appelle un pluviomètre. Nous allons mesurer la hauteur de l'eau qui va tomber dans la cour de l'école durant le mois qui vient. Il suffit de prendre une éprouvette graduée, de la laisser dehors et de noter la hauteur de l'eau. Les observations seront consignées dans le cahier d'expériences.
E : chaque enfant se procure une éprouvette graduée et la dispose dehors devant chez lui. Les observations seront consignées le mois prochain dans le cahier d'expériences.

P : et les glaciers ? Peut-on transporter la glace provenant des icebergs par exemple ?
E : réponses des élèves
P : peut-on dessaler l'eau de mer ?
E : réponses des élèves ?
P : Dessaler l'eau de mer c'est la rendre consommable. Avez-vous une idée sur la façon de procéder ? En fait, il existe deux procédés principaux : *la distillation et l'osmose inverse.*
La distillation consiste à évaporer l'eau de mer par chauffage : seule la partie liquide est transformée en vapeur, les sels dissous se déposent. On condense ensuite la vapeur d'eau en la refroidissant, pour obtenir une eau douce consommable. Qui peut me dire comment on peut facilement observer une évaporation, suivie d'une condensation ?
E : quand on fait bouillir de l'eau et que la vapeur d'eau se dépose sous forme liquide sur le couvercle de la casserole.
P : oui. Vous pouvez faire très facilement cette expérience (chauffer un bécher contenant de l'eau et surmonté d'un verre de montre, voir que de l'eau liquide se dépose sur le verre de montre).
Projeter l'image d'une usine de distillation :
http://culturessciences.chimie.ens.fr/dossiers-chimie-societe-article-DessalementEauMer.html#d0e174

L'autre procédé s'appelle l'osmose inverse. Ceci nécessite tout d'abord de filtrer l'eau de mer et de la désinfecter pour la débarrasser des éléments en suspension et des micro-organismes. Puis on applique à cette eau salée une pression suffisante pour la faire passer à travers une membrane à pores très petits qui permet aux seules molécules d'eau de passer au travers.
Projeter l'image d'une usine de dessalement d'eau de mer par osmose inverse :
http://www.veoliaeauust.com/lib/ws/pdf/15275,osmoseinverse_FRA.pdf

II - LA PURIFICATION DE L'EAU

On illustre la notion d'eau potable et les moyens de purification.

P : examinons ce que peut contenir l'eau potable. P distribue à chaque groupe d'élèves un verre rempli d'eau distillée et leur demande de la goûter.
E : oh! Ça n'a aucun «goût» !
P : pouvez-vous me dire pourquoi ?
E : ?
P : parce-que l'eau distillée ne contient vraiment aucun élément, mis à part l'oxygène et l'hydrogène constituant sa formule chimique H_2O. Prenez maintenant les 3 bouteilles d'eaux minérales différentes et observez ce qui est inscrit sur les étiquettes.
E : calcium, sodium, potassium, magnésium, hydrogénocarbonates, chlorures, sulfates, nitrates, etc.
P : oui. Les quantités sont-elles les mêmes pour chaque eau minérale ?
E : non
P : c'est ce qui donne à l'eau un «goût», différent selon les quantités de chacun de ces éléments ou composés

chimiques. L'eau a la propriété de dissoudre des composés.
P : connaissez-vous d'autres composés que l'eau peut dissoudre ?
E : réponses diverses : sel, sucre, médicaments, eau de Javel dans la piscine, « calcaire » de l'eau du robinet *si le gaz carbonique (bulles de l'eau gazeuse) est présent en quantité suffisante, etc.*

P : En général, plus l'eau est chaude, plus la quantité de composés qu'elle peut dissoudre est grande. Imaginez une expérience qui le démontre.
E : certains élèves proposent de voir les traces de calcaire qui se déposent au fond du récipient contenant de l'eau du robinet, et de faire l'expérience à froid et à chaud durant un temps identique : c'est l'inverse du processus de dissolution
P : bien, vous faites cette expérience. A grande échelle, ce dépôt de calcaire se forme dans la nature ? Où ?
E : dans les grottes calcaires, on peut voir des stalactites et des stalagmites.
P : oui. Il projette alors des images de ces dépôts souterrains.
P : dissolvez du sel dans l'eau du bécher et laissez évaporer, ou bien chauffez dans le four à micro-ondes. Qu'observez-vous ?
E : le sel s'est déposé dans le fond du bécher
P : oui. L'eau transformée en vapeur a déposé le sel qu'elle contenait. Application aux marais salants. Projeter une image correspondante.

P : voyons maintenant comment purifier l'eau, c'est-à-dire la rendre potable pour son utilisation par l'homme (et les animaux).
P : l'eau des rivières a-t-elle le même aspect que celle du robinet ?
E : pas tout à fait : couleur plus sombre, objets entraînés tels que branches, sable, argiles, humus, etc.
Et d'autres objets que l'on ne voit pas à l'œil nu…
P : quoi par exemple ?
E : des microbes, des virus, de plus petites particules, etc.
P : oui. *Ces particules sont microscopiques, elles ne se voient pas à l'œil nu : on les appelle des particules colloïdales. Elles sont extrêmement légères. De plus, comme elles sont chargées électriquement (elles portent des charges négatives), elles se repoussent entre elles et ne peuvent donc tomber au fond de l'eau comme le font les grains de sable par exemple. P projette le schéma des particules colloïdales.*

P projette le schéma des particules colloïdales.

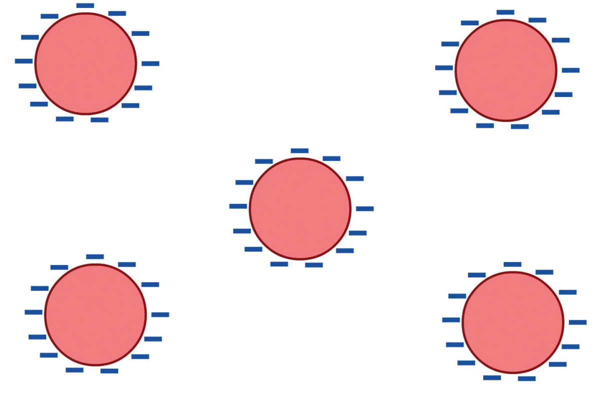


Fig. 4 - Schéma des particules colloïdales

La présence de ces particules est souvent confirmée par l'aspect trouble de l'eau. On va mettre un peu de terre argileuse dans un bécher rempli d'eau du robinet. Agiter et laisser reposer quelques minutes.
E : font cette expérience. Ils filtrent ensuite ce mélange avec un filtre à café et examinent ce qu'ils peuvent observer.
P : qu'observez-vous sur les parois du filtre ? L'eau vous paraît-elle claire ?

E : on remarque la présence de particules de couleur foncée sur le filtre. Mais l'eau a toujours un aspect trouble.
P : oui. Que pouvez-vous en déduire ?
E : le filtre a retenu les particules de grande taille, celles qui sont supérieures au diamètre des pores du filtre. Mais il a laissé passer les plus petites.
P : vous avez raison. Les plus petites particules, celles que l'on appelle les particules colloïdales, sont passées au travers du filtre. Comment les éliminer ?
E : attendre plus longtemps ? chauffer l'eau du bécher ?
P : non, *puisque c'est la taille des particules et leur particularité électrique qui sont en cause. Puisqu'elles sont chargées négativement, on va imaginer d'ajouter dans l'eau des particules de petite taille également, mais chargées positivement cette fois-ci (des particules colloïdales formées avec des composés de fer ou d'aluminium). On supprime ainsi la cause de leur dispersion : sans charge, elles vont se rapprocher, s'unir (c'est ce qu'on appelle la coagulation), grossir (c'est ce qu'on appelle la floculation), puis finir par tomber au fond du récipient. On obtient ainsi une eau limpide.*

P : que nous reste-t-il à éliminer pour que notre eau devienne potable ?
E : les microbes et les virus
P : oui. Ils sont très petits, et de plus vivants ! Comment va-t-on les tuer ?
E : réponses diverses : en ajoutant de l'alcool ? de l'eau oxygénée ? un désinfectant ? de l'antiseptique ? en chauffant ?
P : le plus efficace est d'ajouter un désinfectant. Pouvez-vous en citer un que l'on utilise couramment dans votre maison familiale ?
E : l'eau de Javel
P : oui. *L'eau de Javel a pour propriété de libérer un composé chimique, appelé acide hypochloreux, qui contient de l'hydrogène (H), de l'oxygène (O) et du chlore (Cl) et a pour formule chimique HOCl. Ce composé n'a pas de charge électrique, il passe au travers de la membrane externe des microbes et des virus et peut facilement les détruire.* C'est la raison pour laquelle l'eau du robinet sent toujours un peu « l'eau de Javel », surtout en été car l'odeur est un peu plus forte quand la température de l'eau est plus élevée.

III - L'EAU, SOURCE D'ENERGIE

On illustre le thème de l'eau utilisée comme source d'énergie.

P : l'eau qui coule a-t-elle une force ? Indiquez quelques exemples.
E : oui. Quand on nage, surtout si l'on remonte une rivière, quand on utilise le courant pour transporter des troncs d'arbres, quand la force de l'eau érode les falaises, creuse les vallées, quand on passe sous une cascade, etc.
P : connaissez-vous des utilisations simples de cette énergie développée par l'eau courante ?
E : oui. Des moulins à eau, des transports de bateaux qui descendent le courant, des barrages qui arrêtent l'eau et permettent de récupérer l'énergie de l'eau qui tombe d'une très grande hauteur, des marées qui montent ou qui descendent, etc.
P : oui, vous avez raison. Savez-vous que le premier moteur construit par l'homme a été le moulin à eau ? Ce mécanisme est très facile à réaliser. Vous allez construire vous-mêmes un mini moulin à eau. Pour cela, chaque groupe dispose du petit matériel nécessaire.

Mode d'emploi pour la réalisation du mini moulin :
- Percer le bouchon de liège en son centre.
- Couper 6 ou 8 rectangles dans les planchettes de cageot ; ils serviront de pales. Chaque pale doit être de taille équivalente et de la même largeur que la longueur du bouchon.
- Découper des entailles régulièrement espacées dans la rondelle de bouchon. Il faut autant d'entailles que de pales.
- Coller une pale dans chaque entaille.
- Laisser sécher.
- Glisser le bouchon sur la baguette de bois.

● Poser les 2 branchettes en forme de fourche, les fourches devant pointer vers le haut.
● Poser la roue sur les fourches et laisser faire la force du courant. La roue tourne !

E : sur les indications du professeur, chaque groupe d'élèves construit son petit moulin à eau. Le courant d'eau peut être produit en faisant couler l'eau du robinet sur un petit plan incliné.

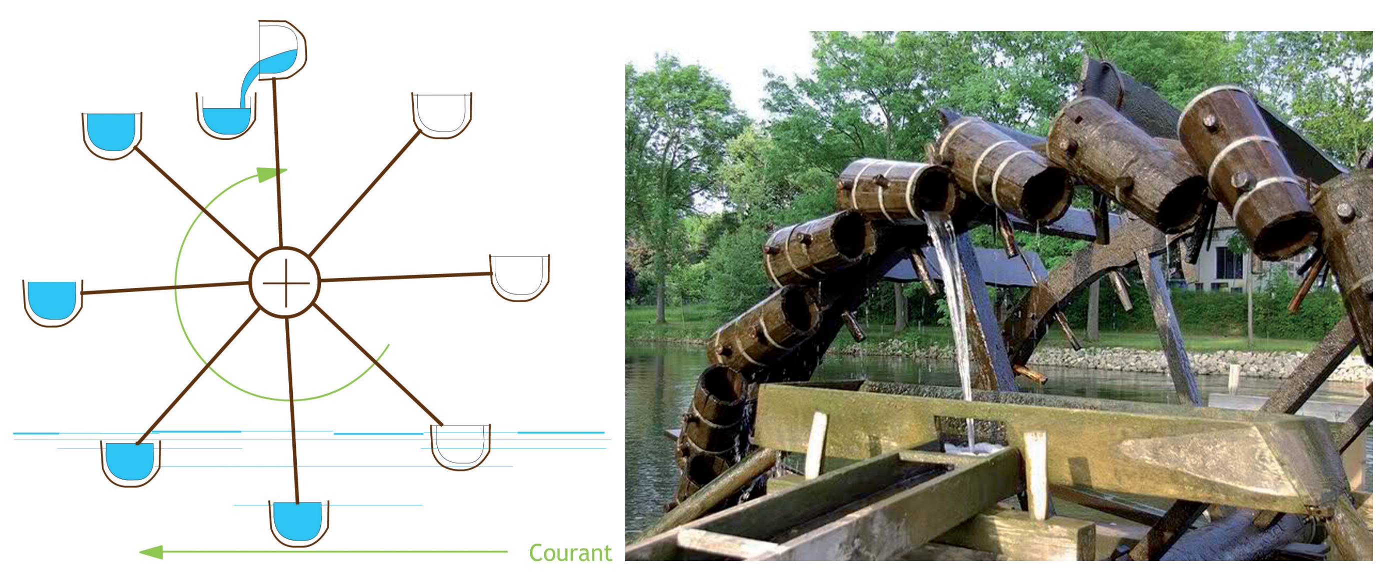


Fig. 5 - Moulins à eau

P : que se passe-t-il si on remplace les pales par des récipients (godets) ?
E : ils vont se remplir, on va pouvoir transporter de l'eau et la faire monter.
P : oui. On pourrait alimenter ainsi un réservoir situé plus haut. C'est ce qu'on appelle une noria. P projette l'image principe du moulin à godets et d'une noria utilisée dans certains pays africains comme l'Egypte ou le Soudan. L'axe du système prend un mouvement de rotation sous l'effet du courant, c'est le principe du moteur !